CHIMIE PRATIQUE

COMPLEMENT

Marc HALLET

Août 2020

Ce complément à l’ouvrage principal de l’auteur
(erronément daté de janvier 2021 au lieu de janvier 2020)
est lui aussi diffusé gratuitement
pour le bénéfice intellectuel du plus grand nombre.

INTRODUCTION

En janvier 2020, j’ai proposé un catalogue d’expériences chimiques intitulé « Chimie Pratique » qui fut erronément daté de janvier 2021. Ce catalogue contenait le descriptif de plus de deux mille expériences de toutes sortes classées de façon particulière et il était introduit par un grand nombre d’explications diverses quant à la manière de concevoir, construire et gérer un laboratoire d’amateur.

Ce qui suit en constitue un complément modeste mais utile.

J’ai, cette fois, classé les expériences d’une manière différente, parce qu’elles sont beaucoup moins nombreuses (une centaine en tout).

EXPERIENCES AVEC DES GAZ

Chlore

- On fait passer Cl_2 sur du sulfure de fer qu'on chauffe fortement dans un tube en verre boro ou en silice. Un nuage rouge et jaune apparaît. A la sortie du tube, on a prévu un flacon de condensation refroidi par un courant d'eau ou de la glace. On ne poursuit pas longtemps l'expérience et on laisse refroidir la totalité de l'appareil. Dans le tube on observe alors une coulée jaune, un dépôt rouge-jaune et de petits cristaux brillants. On retire les fragments de sulfure et on les place dans un peu d'eau. Une solution d'ammoniaque ou de NaOH y produit un précipité vert d'hydroxyde de fer II. On fait couler un peu d'eau sur les parois du tube et on recueille le liquide jaune. L'ajout d'une solution d'ammoniaque ou de NaOH y produit un précipité couleur brique d'hydroxyde de fer III. Il s'est donc formé du chlorure de fer II et III. L'odeur pestilentielle et un léger dégagement de fumée qui sort du flacon refroidi indiquent qu'il s'est également formé du chlorure de soufre.

- Dans un drechsel on place du perchlorure d'éthylène recouvert d'une petite couche d'eau. On y fait passer une grande quantité de chlore en maintenant l'ensemble au soleil. La température monte et l'on voit des buées ainsi que des cristaux se former au-dessus du liquide. On refroidit ensuite énergiquement et on teste le PH. Ce dernier se révèle nettement acide parce qu'il s'est formé de l'acide trichloracétique.

- On place un peu d'eau et du BaO_2 dans un drechsel posé sur un agitateur magnétique. On y fait passer une bonne quantité de chlore, jusqu'à ce que le liquide devienne limpide. Cela fait, on le fait bouillir pour chasser tout le chlore qui s'y trouve et on y verse une goutte de H_2SO_4 qui, aussitôt, provoque un fort précipité blanc de sulfate. Il s'était en effet formé une solution aqueuse de chlorure de baryum.

- En page 98 de « Chimie Pratique » j'ai expliqué que si on fait passer à refus du chlore dans une solution aqueuse de carbonate de potassium maintenue très froide, du chlorate, peu soluble, se dépose. Mais voici la suite possible de cette expérience...
On commence par laisser décanter. On récupère ensuite le liquide décolorant et on le fait bouillir jusqu'à forte réduction de volume. L'hypochlorite qu'il contient se transforme alors également en chlorate. On laisse donc à nouveau décanter, on jette le liquide qui surnage et on mélange entre elles les deux masses de chlorate de potassium. Cela fait, on lave à l'eau pour obtenir un chlorate bien pur. On décante à nouveau, puis on noie d'eau et on fait bouillir. Le chlorate bien pur se dépose

alors par refroidissement et peut être ensuite aisément séché et récupéré.

Sulfure d’hydrogène

- Dans un drechsel on place un peu d'eau et du BaO_2. On fait ensuite passer un courant de H_2S. Le liquide, blanc au départ, devient rapidement jaune par formation d'un sulfure de baryum soluble.

- Dans un drechsel on place un peu d'eau et de carbonate de strontium. On fait ensuite passer un courant de H_2S. Le liquide, blanc au départ, devient gris par formation d'un sulfure. Ce liquide, placé à l'air, jaunit. Il est en principe recommandé de maintenir le drechsel à 10° maximum, mais j'ai observé que la réaction fonctionnait également à température ordinaire.

Dioxyde de soufre

- On chauffe au rouge un tube réfractaire dans lequel on a placé du sel de cuisine. On y fait ensuite passer du SO_2 qui, au préalable, est allé barboter dans un petit flacon où l'on a mis de l'eau portée à 80° par un bain marie de telle manière que le gaz soit chargé en vapeur d'eau. Les gaz sortant du tube réfractaire vont barboter à leur tour dans un peu d'eau laissée à température ordinaire. Testée ensuite, cette eau présente un PH très acide et réagit avec le nitrate d'argent pour former un précipité blanc qui bleuit au soleil. Il s'est donc formé soit du chlore, soit de l'acide chlorhydrique (en fonction de la température et du mélange gaz/eau dans le tube). A noter que ce liquide est également chargé en SO_2 qui n'a pas réagi, l'ensemble formant immédiatement un liquide jaune si on le verse sur de la poudre de fer ou de zinc. Lorsque le tube est refroidi, on recueille son contenu et on le fait dissoudre dans l'eau. Cette eau forme un précipité blanc avec une solution de chlorure de baryum, indiquant qu'en lieu et place du chlorure de sodium il s'est formé (de manière incomplète) du sulfate de sodium. L'expérience est difficile à réaliser et peu démonstrative.

- Dans un drechsel, on place une solution aqueuse de carbonate de nickel et on y fait passer beaucoup de SO_2. Ensuite, lorsque le liquide est devenu moins trouble, on filtre. On obtient ainsi un liquide vert transparent. Si on fait chauffer celui-ci pour en chasser tout le SO_2, le sulfite de nickel qui s’est formé n'étant soluble que dans l'eau chargée en acide sulfureux précipite en donnant au liquide une apparence laiteuse verdâtre.

Monoxyde de carbone et du dioxyde de carbone

- On fait passer CO sur du MnO_2 préalablement chauffé dans un tube à boule. Bien veiller à ce que tout l'air soit purgé avant de commencer à chauffer ce dernier. Le MnO_2 se transforme en carbonate de manganèse qui, chaud, est gris puis, en refroidissant, devient rougeâtre.

- Dans un premier temps, on sature une certaine quantité d'alcool absolu par du NH_3 bien desséché. On place ensuite au surgélateur dans un flacon fermé par un bouchon laissant passer un thermomètre. Plus tard, quand le liquide est à zéro degré, on y fait passer du CO_2 préalablement lavé dans l'eau pour lui enlever l'éventuel résidu de HCl et ensuite desséché. Rapidement le flacon se trouve envahi de cristaux de carbamate d'ammonium, lequel est très soluble dans l'eau mais pas l'alcool. Mis en contact avec HCl ce carbamate se décompose immédiatement. Il se décompose également en NH_3 et CO_2 aisément identifiables s’il est laissé à l'air ou traversé par un courant d’air rapide.

Les oxydes d'azote

- On fait passer NO dans un tube où l'on a placé un peu d'un iodate alcalin. On chauffe légèrement le tube. Il se forme un azotite et l'on voit de l'iode en fins cristaux qui se dépose sur les parois de tube.

- On fait passer NO (voire NO mélangé de NO_2) sur du bismuth chauffé dans un tube à boule. Le bismuth se transforme alors en oxyde jaune qu'il est très facile de retirer du tube à boule en nettoyant ce dernier à l'aide d'acide nitrique concentré.

- On fait passer du protoxyde d'azote (obtenu par chauffage d'acide sulfaminique dans HNO_3 concentré) dans un tube à boule contenant de la poudre de fer ou de cuivre. Dans les deux cas il suffit de chauffer la poudre à moins de 200° pour obtenir une oxydation qui se manifeste par un noircissement. La réaction est très visible mais sans être spectaculaire.

EXPERIENCES AVEC DES ACIDES

- Dans mon ouvrage principal, j'ai signalé plusieurs méthodes permettant d'obtenir de l'acide bromhydrique. On voici une autre... Dans 200 ml d'eau on dissout 51 gr de NaBr ou 60 gr de KBr. On place cela dans un bain eau/glace et on ajoute lentement 45 ml d'acide sulfurique concentré en évitant toute élévation de température. On distille ensuite le liquide en utilisant une colonne du genre Vigreux et on ne recueille que ce qui passe à 125°. On obtient ainsi un acide à 48% de concentration. Le rendement m'est cependant apparu peu intéressant et je serais donc tenté de dire qu'il s'agit plutôt d'une curiosité de laboratoire.

- Dans une petite quantité d'une solution d'acide bromhydrique on verse quelques gouttes d'eau oxygénée. Lentement, le liquide prend une teinte jaune. En chauffant, on accélère la réaction et on voit se produire des vapeurs rouges de brome.

- Dans une éprouvette, on réalise un mélange d'acide nitrique et d'acide sulfurique. On y place une pointe de lancette d'anhydride arsénieux et on chauffe. On observe l'apparition de vapeurs rutilantes constituées d'un mélange de NO_2 et N_2O_4.

- On prépare une solution faible d'acide chromique et on la verse dans une solution d'acide pyrogallique. La coloration devient rouge-brun par formation de purpurogalline

- Une solution faite d'un mélange d'acétate de sodium et de chlorure ferrique versée dans une solution d'acide pyrogallique donne une magnifique coloration d'un bleu-mauve.

- Dans une grande éprouvette, on mélange une spatule d'acide benzoïque avec 4 ou 5 ml d'aniline. On y ajoute une pointe de lancette de fuschine. On place dans un bain marie d'eau bouillante pendant dix minutes puis on chauffe sur la flamme. Dès qu'en remuant on voit apparaître une coloration mauve sur les parois de l'éprouvette on laisse reposer. Le liquide deviendra bientôt entièrement bleu-mauve. Il s'est formé du bleu d'aniline aisément soluble dans l'alcool méthylique par exemple.

EXPERIENCES AVEC DES METAUX

Sodium

- Certains chimistes disent que le soufre et le sodium se combinent déjà à température ordinaire. Je n'ai rien pu observer du genre. En revanche, à chaud, la combinaison est violente. On utilise, pour cela, un petit creuset en porcelaine dans lequel on dépose un fragment de sodium sur un lit de soufre en poudre et on chauffe lentement par dessous. Le soufre commence par se liquéfier et le sodium s'y couche jusqu'à ce qu'une flamme jaillisse. La température qui est alors atteinte en quelques dixièmes de secondes suffit à faire éclater le creuset. Cette expérience ne doit donc être faite qu'avec de petites quantités de matière, à l'extérieur sur dalle de béton et en se tenant à deux ou même trois mètres de distance (voir illustration 1).

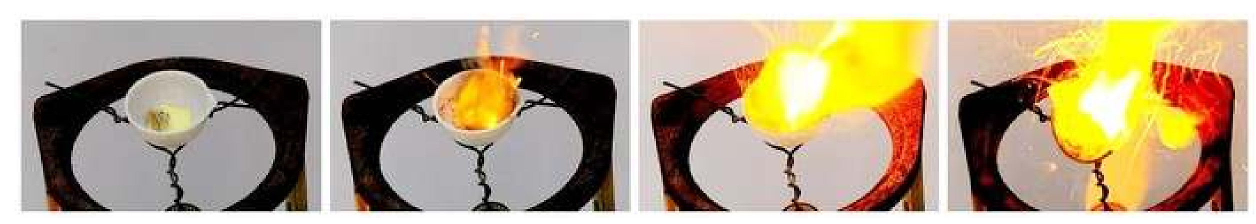


Illustration 1

Après que la réaction soit terminée, il faut arroser copieusement d'eau afin de s'assurer qu'aucune particule de sodium ne subsiste telle quelle.

Magnésium et Aluminium

- Une solution aqueuse de protoxyde d'azote attaque très faiblement un ruban de magnésium sur lequel apparaissent peu à peu de petites bulles. Elle attaque de même de la poudre de zinc qui, après quelques heures, dégage également des bulles.

- On place des copeaux de magnésium dans une solution aqueuse faible (5%) de chlorure d'ammonium. Aussitôt il y a réaction et on voit se dégager de nombreuses bulles. Un couple plus actif encore est obtenu si on ajoute à la solution aqueuse de départ 2% de chlorure de nickel. Le magnésium réagit de même dans une solution de carbonate d'ammonium.

- Selon certains ouvrages de chimie, il suffit de mélanger de la poudre d'aluminium et de l'iode puis d'y ajouter quelques gouttes d'eau pour obtenir une réaction formant de l'iodure d'aluminium. J'ai pu constater qu'il fallait également légèrement chauffer. Si l'on veut conserver l'iodure d'aluminium, il faut travailler avec un excès d'iode. La réaction, quasi instantanée, produit un abondant nuage d'iode (voir illustration 2).

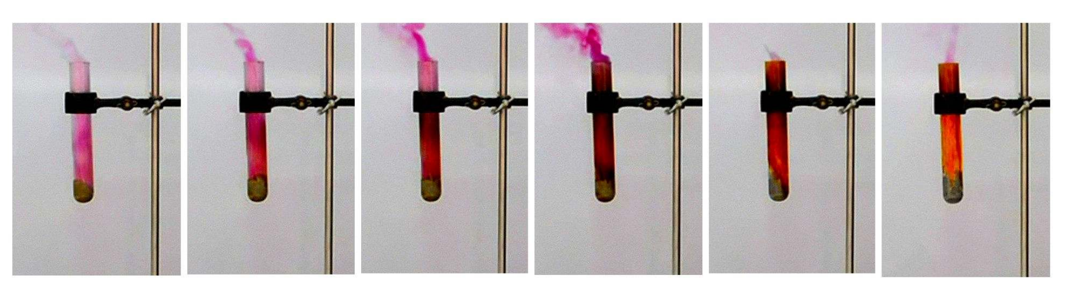


Illustration 2

Une solution aqueuse de cyanure de sodium réagit, à chaud, avec de l'aluminium en poudre.

- Dans un creuset, on place parts égales de soufre et de poudre d'aluminium. On coiffe le creuset et on chauffe au rouge. Ensuite, on laisse refroidir dans un endroit sec en ôtant le couvercle du creuset. Il s'est formé un sulfure d'aluminium gris. On le détache du creuset à l'aide d'une pointe de lancette qu'on plante de nombreuses fois dans la masse. Cette masse ou cette poudre réagit immédiatement avec l'eau pour dégager du H2S très pur aisément reconnaissable à son odeur d'oeuf pourri.

Cuivre, Nickel et Mercure

- Le cuivre et le nickel sont attaqués à froid par de l'acide sulfurique à condition qu'on ajoute quelques gouttes d'eau oxygénée. Une couleur bleue ou verte se développe alors dans le fond de l'éprouvette. Le mercure est également attaqué dans les mêmes conditions, mais le résultat est moins évident à observer car le sel obtenu est incolore.

Cobalt et Titane

- Un peu de cobalt en poudre est chauffé avec de l'eau de brome. Le liquide devient violet.



Illustration 3

- Dans un petit creuset, on mélange parts égales de poudre de titane et de grains de NaOH. On couvre avec le couvercle. On chauffe au bec mecker. Un moment donné une grande flamme, causée par la combustion d'hydrogène, jaillit par les bords du couvercle. Il reste une masse noire.

- Dans un tube à double parois bien refroidi par de l'eau passant au travers d'une cuve réfrigérée à l'aide de glaçons accumulateurs de froid (voir illustration 3), on place de la mitraille d'antimoine et de l'éther. Puis on y fait couler progressivement du brome pur. Lentement, il se forme une substance mi-huileuse mi-solide qui, au contact de l'eau, devient blanche. Cette substance est un ester bromoantimonieux. On obtiendrait de même des esters bromoferreux ou bromoaluminique ; mais l'essai que j'ai fait avec l'aluminium n'a rien donné.

EXPERIENCES AVEC DES SELS MINERAUX

Sodium, Potassium, Ammonium

- Dans une solution aqueuse de sulfite de sodium, on verse de l'eau de brome. Celle-ci se décolore et le liquide devient acide par formation d'acide bromhydrique.

- Dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre, on verse une solution aqueuse de nitrite de sodium. La solution, bleue au départ, prend une belle couleur vert émeraude.

- Dans un tube à essais on verse 3 à 4 cm d'une solution de nitrite de sodium et on y ajoute la moitié d'acide sulfurique. On homogénéise, on place quelques minutes dans une cuve contenant de la glace, puis on fait couler une solution de sulfate ferreux ammoniacal le long de la paroi du tube, afin d'éviter qu'elle se mélange rapidement au reste. Lentement, à l'interface des deux liquides, il se forme un anneau vert-brun (en fonction des concentrations en présence) d'un complexe nommé « anneau de Richmond ». On travaille en milieu acide pour accélérer la formation de l'anneau.

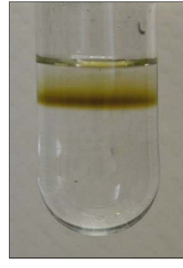


Illustration 4

- On chauffe une solution de chlorure d'ammonium avec un peu de peroxyde de baryum en poudre. Il se dégage de l'ammoniac et il se forme de chlorure de baryum.

- On laisse tomber deux gouttes d'acide lactique dans une solution aqueuse de molybdate d'ammonium et on place au soleil. Le liquide devient bleu par formation d'un oxyde.

Plomb et Mercure

- On verse quelques gouttes d'une solution d'acétate ou de nitrate de plomb dans une solution aqueuse très étendue d'un sulfocarbonate alcalin (ammonium, potassium ou sodium). Aussitôt se forme un précipité rouge foncé de sulfocarbonate de plomb. On porte le liquide à ébullition. Du sulfure de carbone se dégage tandis qu'il se forme un sulfure de plomb noir. Si on opère avec prudence dans une éprouvette, on peut même parfois allumer le CS_2 à la sortie de celle-ci.

- Dans une solution de chlorure de mercure II ou de nitrate de mercure II on verse un excès d'une solution de potasse caustique, on lave bien le précipité jaune qui s'est formé et on le dessèche à l'aide d'un décapeur thermique tenu pas trop près. Une partie de la poudre jaune obtenue ainsi est ensuite placée dans une microéprouvette puis mélangée avec cinq fois moins de soufre en poudre. On chauffe alors doucement. Brusquement il y a décomposition avec décharge d'un nuage sombre. Parfois, le dégagement brutal de ce nuage composé de sulfure de mercure s'accompagne d'une petite explosion. Ce mélange a reçu le nom de « mixte fulminant de Bayen » (Voir illustration 5).



Illustration 5

Nickel

- Si on fait chauffer une solution aqueuse de sulfate de nickel avec un peu de sulfite de sodium, le liquide prend rapidement une apparence laiteuse et verdâtre. On cesse de chauffer et on ajoute de l'ammoniaque. Le liquide devient alors bleu et transparent. Si on porte à nouveau à ébullition, la teinte change et, progressivement, le liquide revient à l'aspect laiteux verdâtre qu'il avait au départ.

- Dans une grande éprouvette, on verse quelques gouttes d'une solution verte de sulfate ou de chlorure de nickel. Par-dessus, on verse progressivement de l'ammoniaque jusqu'à l'obtention d'un liquide bleu bien transparent. On ajoute ensuite de l'eau distillée jusqu'à disparition de la teinte bleue. Enfin, on ajoute goutte à goutte une solution d'un sulfocarbonate alcalin diluée de telle manière qu'elle soit à peine jaune. Il se forme un précipité qui atteint progressivement la teinte rouge groseille. La présence de polysulfures ou d'un monosulfure dans la solution de sulfocarbonate peut influencer grandement la teinte du précipité qui peut alors être jaune ou brune (polysulfures) ou noire (sulfure). Pour cette raison il faut essayer d'opérer avec une solution de sulfocarbonate qui vient juste d'être préparée car cette solution ne se conserve pas et laisse apparaître, précisément, diverses impuretés.

Chrome et chromates

- On porte à ébullition une solution de sulfate de chrome violette. Elle se transforme en solution de sulfate de chrome verte. De même, si on chauffe les cristaux violets ils deviennent verts.

- En chauffant légèrement, on dilue un peu de perborate de sodium dans l'eau. Parallèlement, on forme un peu d'acide chromique orange en plaçant très peu d'oxyde de chrome VI dans de l'eau. En versant le perborate dans l'acide, on obtient un liquide immédiatement brun très foncé tandis qu'en versant progressivement l'acide dans le perborate on obtient, en même temps qu'un fort dégagement gazeux, un liquide qui passe progressivement du jaune citron au brun. Il se forme ainsi de l'acide perchromique.

- On prépare une solution chlorhydrique concentrée d'anhydride chromique et on y laisse tomber, goutte à goutte, en agitant, de l'acide sulfurique concentré. Du chlorure de chromyle se dégage et le liquide devient progressivement vert. Si la solution chlorhydrique de couleur orange est laissée sans ajout d'acide sulfurique, elle finit cependant elle aussi par devenir verte avec dégagement très progressif de gaz.

- On prépare un précipité jaune de chromate neutre de plomb en faisant réagir une solution aqueuse d'acétate de plomb sur une solution aqueuse de chromate de potassium. On le lave ensuite à l'eau puis on le mélange à de l’eau. A l'aide d'une pipette, on en prélève un peu et on verse par-dessus un mélange constitué d'alcool éthylique et d'acide chlorhydrique. On note une légère décoloration. On chauffe. Le liquide devient transparent et d'un beau vert clair par formation d'un sesquichlorure de chrome.
Si le précipité jaune humide de chromate de plomb est placé dans une ampoule dont on en tapisse les parois et qu'on fait ensuite passer dans celle-ci du HCl gazeux, on observe la formation d'un liquide vert qui serait de l'acide chlorochromique.
On peut également mélanger le précipité jaune dans une solution de potasse caustique. Il s'y dissout pour former un liquide limpide d'une belle couleur jaune canari.

Baryum

- Dans une microéprouvette on mélange parts égales de poudre de carbone et de peroxyde de baryum. On chauffe. On observe des étincelles. Il se forme un carbonate de baryum.

- Dans un petit flacon bouchant bien contenant un aimant enrobé de téflon, on place une spatule de peroxyde de baryum, moitié eau et moitié sulfure de carbone. On bouche et on dépose sur agitateur magnétique. Au bout de cinq minutes déjà on observe une légère coloration jaune qui s'intensifie progressivement en passant au jaune citron puis terre de sienne. Il y a formation d'un sulfure de baryum coloré et de carbonate de sodium.

- Dans une solution aqueuse de molybdate d'ammonium on verse une solution aqueuse de chlorure de baryum. Il se forme un épais précipité blanc de molybdate de baryum.

Cobalt

- Si, dans une solution peu concentrée d'acide nitrique on verse du carbonate de cobalt en poudre, on observe que l’ensemble mousse et se colore lentement en rouge (solution de nitrate de cobalt). La réaction est activée si l'on chauffe légèrement.

- Si, dans une solution aqueuse peu concentrée d'un sel de cobalt on verse lentement une solution aqueuse peu concentrée de NaOH, on observe la formation d'un précipité d'abord bleu puis qui vire au vert en passant parfois par une couleur jaune sale. Idem si on utilise une solution d'ammoniaque. L'observation des teintes successives dépend beaucoup (comme souvent) du degré de concentration de chacune des solutions.

- On fait bouillir une solution de chlorure de cobalt rose. En poursuivant l'ébullition, on ajoute, petit à petit, de l'ammoniaque pas trop concentrée. Il se forme d'abord un précipité bleu qui, ensuite, passe au vert caca d'oie et, enfin, au rose. Ce précipité de chlorure triammoniacal ($Cl_2Co_3NH_3$) se dépose ensuite assez rapidement en une masse ouatée dont la surface brunit lentement. Une expérience très semblable peut être réalisée en phase gazeuse. Dans ce cas, on part d'une solution de chlorure de cobalt dans l'alcool amylique. Elle est d’un beau bleu. On y fait alors passer NH_3. La solution se colore bientôt en vert sale, caca d'oie, puis, lentement, rosit. Le précipité se dépose assez rapidement dès que le passage du gaz cesse.

- On prépare un précipité d'hydroxyde de cobalt bleu en versant quelques gouttes d'une solution de NaOH dans une solution aqueuse de chlorure ou de nitrate de cobalt. Ensuite, dans l’éprouvette où se trouve le précipité, on verse une solution aqueuse d'acide oxalique. Le liquide revient au rose du départ. Si, en lieu et place d'acide oxalique on avait versé une goutte d'eau oxygénée, le précipité se serait transformé en sesquioxyde de cobalt brun-noir avec mousse abondante.

Titane

- Un peu d'une solution de chlorure de titane violette est mélangée à de l'acide salicylique en poudre et chauffée. Le liquide passe au jaune sale avant de virer au rouge oignon.

Vanadium et vanadates

- Le pentoxyde de vanadium réagit à chaud avec une solution de HBr pour former un liquide jaune verdâtre.

- Dans un flacon à col relativement étroit, on fait chauffer une solution aqueuse d'acide oxalique. On y laisse ensuite tomber, progressivement, du pentoxyde de vanadium tant qu'on obtient une mousse à chaque ajout. Enfin, on fait bouillir puis on laisse décanter. On obtient ainsi un liquide d'un beau bleu qui peut être dilué à l'eau. L'ajout de H_2O_2 le fait passer à l'orange puis au jaune (plus rapidement si on chauffe), tandis que l'ajout d'une solution de NaOH le fait plutôt passer au rouge. Si, dans le liquide bleu, on place une lame de zinc, on obtient successivement plusieurs couleurs : de l'orange, du bleu, du vert... ainsi qu'un dépôt noir. Rien de tel avec une lame de cuivre ou quelques gouttes de mercure.

- Dans trois grandes éprouvettes, on place deux bons centimètres d'eau oxygénée et, d'autre part, quelques gouttes de HCl dans la seconde et quelques gouttes de lessive NaOH dans la troisième. Enfin, on verse dans chacune une pointe de spatule de pentoxyde de vanadium. Les liquides moussent beaucoup. Ceux dans lesquels on a placé quelques gouttes d'acide ou de lessive basique risquent, un moment donné, de mousser excessivement, au point de déborder. Dans la première éprouvette, on trouve au final un liquide jaune qui dégazera longuement et qui, même chauffé, conservera sa couleur bien que celle-ci puisse foncer légèrement. Le tube contenant l'acide donnera finalement un liquide brun-jaune qui, chauffé, deviendra vert. Le tube contenant la lessive caustique donnera un liquide jaune. Il deviendra rouge si on y ajoute de l'acide sulfurique puis bleu-vert si on le chauffe. Les couleurs varieront ainsi selon les quantités d'acide, de base et de pentoxyde, mais également en fonction des températures.

- Dans une solution aqueuse de pentoxyde de vanadium, la solution aqueuse de nitrate d'argent ne donne rien. En revanche, dans la solution aqueuse incolore de vanadate d'ammonium elle donne un précipité jaune foncé laiteux. Idem dans la solution aqueuse de vanadate d'ammonium mélangée de H_2SO_4, mais le précipité laiteux a alors une couleur jaune citron.

- On fait un mélange par parts égales d'aniline et de HCl concentré. Ce mélange devient rapidement pâteux. On le met en présence d'une solution aqueuse de pentoxyde de vanadium et on agite. Il se forme un liquide rouge foncé. Si le mélange pâteux est mis au contact d'une solution aqueuse de vanadate d'ammonium, il se forme un liquide vert émeraude qui vire progressivement au bleu denim.

- Dans un creuset, on mélange moitié pentoxyde de vanadium avec moitié soufre et on chauffe. Très vite l'ensemble devient noir en moussant légèrement. On laisse refroidir. Le solide noir apparaît alors pulvérulent. On ajoute un peu d'eau, deux ou trois gouttes de H_2SO_4 et on chauffe légèrement. On obtient ainsi un magnifique liquide bleu et une légère odeur de H_2S. Si quelques particules noires adhèrent encore au creuset, on peut nettoyer ce dernier par HNO_3 chauffé légèrement. Si on dilue le liquide bleu dans l'eau et qu'on y ajoute de l'ammoniaque, on obtient un précipité brun à caca d'oie.

- Page 181 de « Chimie pratique » j'ai indiqué qu'une solution d'acide tannique (tanin en solution aqueuse) versée dans une solution de vanadate d'ammonium donnait une solution noir encre. J'ai précisé que si on y ajoutait ensuite un peu d'acide cette solution virait au jaune-brun. J'ai pu constater depuis que si on laisse agir quelques heures le liquide devient alors bleu-vert.

- On mélange deux solutions : une de vanadate d'ammonium dans l'eau et une autre de nitrate de cobalt dans l'eau. On ajoute ensuite une goutte d'acide nitrique puis on porte à ébullition. Rien ne semble se produire dans ce liquide qui reste limpide et de couleur orangée. On le laisse refroidir. Alors y apparaît un précipité rouge de vanadate de cobalt.

- On mélange une solution aqueuse de vanadate d'ammonium avec une solution aqueuse de nitrate de cobalt. Rien ne se passe. On porte à ébullition. La couleur se modifie et, par refroidissement, un précipité de métavanadate de cobalt se dépose.

EXPERIENCES AVEC DES SUBSTANCES ORGANIQUES

- Le formiate de sodium a la propriété de pouvoir extraire le métal de certains sels dans un mélange de deux sels. Par exemple il pourra extraire le mercure d'une solution contenant à la fois un sel de mercure et un sel de cuivre. La chose se démontre en trois phases...
On prépare une solution de formiate de sodium et on en verse un peu dans une solution de nitrate de mercure. On fait de même dans une solution de nitrate d'argent. Chacun de ces mélanges est chauffé à ébullition. Il y a changement de teinte et le métal (mercure ou argent) précipite. On prépare ensuite un mélange d'une solution de nitrate de cuivre et de nitrate de mercure puis on y verse une solution aqueuse de formiate de sodium et on porte à ébullition. Il y a changement de teinte et, en refroidissant, le liquide laisse déposer du mercure.

- Dans une éprouvette, on mélange de l'oxyde de cuivre noir en poudre avec du formiate de sodium en poudre. On chauffe jusqu'à fusion puis on continue quelques secondes plus modérément. L'éprouvette prend une coloration qui tire sur le brun. On laisse refroidir et on ajoute de l'eau. La couleur rougeâtre que celle-ci prend montre que le cuivre a été mis en liberté.

- Le bleu de méthylène se dissout dans H_2SO_4 concentré en donnant un liquide vert. Versé dans l'eau, ce liquide devient bleu.

- On prépare une solution aqueuse faible de bleu de méthylène, de telle sorte que le liquide reste transparent. On y place un morceau de zinc et on ajoute quelques gouttes d'acide chlorhydrique. L'hydrogène naissant décolore très progressivement le liquide. Si on ajoute alors quelques gouttes de chlorure ferrique il retrouve sa couleur bleue d'origine.

- Une solution de bichromate de potassium acidulée par H_2SO_4 réagit sur l'urée en donnant du CO_2 (aisément détectable) mais aussi de l'azote qu’un chimiste amateur ne peut aisément détecter.

- Dans un flacon type ISO de 100 ml on place 30 ml d'une lessive de soude dans laquelle on fait dissoudre du phénol. Cela fait, on bouche et on place au congélateur. Lorsque le liquide s'est solidifié, on le porte juste à sa température de liquéfaction en l'agitant entre les mains puis on y ajoute un excès d'anhydride acétique. On agite, la température s'élève et deux couches incolores se forment. Il s'est formé un liquide qui, respiré, fait abondamment larmoyer.

- Préparer une solution aqueuse de savon de Marseille et y ajouter soit une solution aqueuse de chlorure ferrique, soit HCl concentré. Dans les deux cas on observe la formation d'un précipité.

- Les eaux dures (calcaires) étaient jadis impropres au lavage des vêtements car elles empêchaient les savons de mousser. Pour les repérer, on utilisait quelques gouttes d’une solution alcoolique de

savon de Marseille qui avec les eaux dures, formaient un précipité blanc. L'ajout de carbonate de sodium aux eaux dures permettait cependant au savon de mousser et les rendait donc aptes au lavage des vêtements. Il est aisé de refaire ces essais. L'utilisation des détergents modernes a fait disparaître ce problème... tout en en créant d'autres bien connus désormais (entre autres choses, la prolifération des algues vertes).

- On sature d'acide chlorhydrique un mélange moitié/moitié d'acide formique et d'alcool éthylique. On laisse reposer une nuit. On distille ensuite. Il est prudent d'ajouter quelques matières solides insolubles (morceaux de pierre ponce ou lave par exemple) pour régulariser l'ébullition qui est tumultueuse. L'usage d'une colonne de Vigreux peut être recommandé. Le distillat, qui est inflammable, a une forte odeur pouvant rappeler un mélange de rhum et de framboise ; c'est du formiate d'éthyle utilisé pour dissoudre les pellicules photos ou parfumer certaines pâtisseries.

- Dans un ballon rodé, on place de l'anhydride acétique puis on ajoute de l'acide oxalique en cristaux. On bouche à l'aide d'un bouchon traversé par un tube en verre auquel on a fixé un tuyau souple qui est connecté à un drechsel contenant de l'eau de chaux ou de baryte. Progressivement, la réaction s'amorce à froid pour devenir bientôt importante. L'eau de chaux ou de baryte se trouble, signe qu'il se dégage du CO_2. On retire le tuyau souple du tube en verre et à +/- un centimètre de l'ouverture de celui-ci, lorsqu'on est certain que le flacon est bien purgé de l'air qu'il contenait, on approche une allumette enflammée. On obtient ainsi un « chalumeau », signe qu'il se dégage également du CO en grande quantité.

- Dans un ballon qu'on coiffe d'une colonne de Vigreux reliée à un réfrigérant classique on verse 35 gr de formiate de sodium bien sec puis un mélange froid de 50 gr de H_2SO_4 dans 30 gr d'alcool éthylique à 90-94°. On chauffe très légèrement. Des vapeurs blanches apparaissent, envahissent l'ensemble de l'appareil puis aussitôt du formiate d'éthyle distille. Ce liquide incolore qui bout à 53,4° et brûle avec une flamme incolore bordée de rouge est utilisé comme arome car son odeur ressemble à celle du rhum. Attention qu'il faut utiliser un montage bien étanche car les vapeurs du distillat sont très inflammables.
En utilisant les mêmes proportions de substances, une autre méthode est possible. On place le formiate et l'alcool dans le ballon et on y laisse tomber progressivement l'acide. Dans ce cas, l'échauffement se produit immédiatement, sans qu'il soit nécessaire d'apporter des calories de l'extérieur et l'ester distille immédiatement.

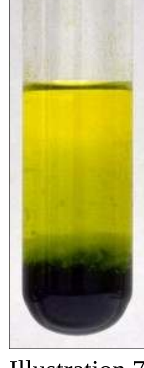
- Dans un erlenmeyer d'au moins 300 ml on place deux cuillerées de sciure de bois et on couvre celle-ci de H_2SO_4 concentré. On chauffe et on fait passer les gaz qui s'échappent d'abord dans un drechsel contenant de l'eau de baryte et ensuite dans un autre contenant une solution aqueuse de permanganate de potassium ou même de vin. On met ainsi en évidence aisément le dégagement de CO_2 et de SO_2 car il y a formation d'un précipité blanc dans le premier drechsel et décoloration du permanganate dans le second.

- Page 248 de « Chimie pratique » j'ai indiqué comment on pouvait préparer de l'acide acétylsalicylique, c'est-à-dire le constituant principal de l'aspirine. Voici une autre manière d'opérer...
On prend un ballon de 200 ml qu'on surmonte d'un réfrigérant à reflux. Ce ballon est plongé dans un bain marie à 60-70° posé sur agitateur magnétique chauffant. Dans le ballon, on place 10 gr d'acide salicylique et 15 ml d'anhydride acétique. Lorsque le bain marie atteint 60°, par une seconde tubulure du ballon et à l'aide d'une pipette, on y ajoute 1ml d'acide sulfurique concentré. On chauffe pendant 20 à 25 minutes tout en agitant en continu. Cela fait, on retire le ballon du bain marie et on le repose sur l'agitateur en glissant entre lui et la plaque chauffante un carton isolant. Par la partie

supérieure du réfrigérant, on verse alors immédiatement 10 ml d'eau à température ordinaire, on accélère l'agitation et on attend que la température du ballon diminue notablement. Cela fait, on y verse, toujours par la partie supérieure du réfrigérant, 50ml d'eau presque glacée. Très vite il se forme une abondante quantité de cristaux blancs d'acide acétylsalycilique. On verse ceux-ci dans un cristallisoir ou un buchner, on retire un maximum de liquide, puis on dissout dans l'alcool à 90° avant de laisser se cristalliser à nouveau à chaleur douce.

- Une expérience assez classique alliant la chimie à la biologie consiste à extraire la chlorophylle de feuilles vertes en les malaxant dans l'alcool éthylique. Afin de faciliter le malaxage à l'aide du pilon, on ajoute dans le mortier une certaine quantité de sable fin et lavé. Le liquide vert émeraude obtenu est ensuite filtré. On montre que ce liquide contient plusieurs substances colorantes en effectuant une chromatographie simple au moyen d'un long ruban de papier filtre dont l'extrémité seule est plongée dans le liquide. On voit alors que plusieurs couches se forment tout au long du ruban. Une autre manière de mettre la chose en évidence consiste à mélanger le liquide vert avec de l'acide chlorhydrique dilué puis d'ajouter de l'éther sulfurique et d'agiter. En principe, deux couches se forment : une bleue en dessous et une jaune au-dessus. Cependant, l'expérience est difficile à réaliser et il faut parfois s'y reprendre à plusieurs fois pour obtenir les deux couches ainsi colorées. Procéder à l'envers est parfois indiqué, c'est-à-dire qu'on verse d'abord l'éther, qu'on mélange, puis qu'on ajoute progressivement l'acide.


Illustration 6


Illustration 7

Une dernière manière de procéder donne un résultat plus évident. Dans le liquide vert de départ, on fait tomber goutte à goutte de l'eau de baryte. Il se forme un précipité floconneux léger vert foncé insoluble dans l'alcool et qui, très progressivement, tombe au fond de l'éprouvette tandis que l'alcool, débarrassé de la substance qui a réagi prend la couleur jaune de l'autre substance principale. Les illustrations 6 et 7 montrent différents résultats obtenus.

- Le soufre se dissout très facilement dans l'aniline bouillante en formant divers produits complexes. La solution peut se prendre en masse si on la refroidit brutalement puis elle se liquéfie en partie ensuite.

- On remplit un flacon de pétales de roses (rouges ou roses) et on verse de l'alcool par-dessus. On mélange et on laisse macérer en agitant de temps à autre pendant une heure ou deux. Les pétales perdent rapidement leur couleur et le liquide devient jaunâtre. On le filtre et le conserve dans un flacon. Si, dans ce liquide, on verse quelques gouttes d'un acide, il vire au rose. Si on y verse quelques gouttes d'ammoniaque ou d'une solution NaOH ou KOH, il vire au vert et, progressivement, au bleu-vert. Idem avec l'eau de chaux ou de baryte. Il vaut mieux utiliser des solutions acides ou basiques peu concentrées. Avec une solution de soude caustique plus concentrée et versée goutte à goutte, on peut obtenir plusieurs teintes différentes superposées formées de précipités divers. D'autres fleurs fournissent des réactions semblables, avec, au départ, des solutions alcooliques de colorations diverses.

- Une solution aqueuse faible de thymol obtenue à chaud donne un trouble laiteux par un ajout de formol. Ce trouble se décante ensuite en gouttelettes huileuses jaunâtres.

ELECTROLYSES

En matière d'électrolyses, il suffit d'un matériel rudimentaire pour obtenir des résultats. De petits transfos fournissant un courant continu, voire même certaines piles suffisent souvent comme alimentation électrique. On peut évidemment utiliser aussi les classiques alimentations de laboratoires électroniques. Un simple verre à boire ou, bien mieux, un tube en U et des pinces crocodile conviennent pour le reste. L'imagination seule suffit à pouvoir faire varier considérablement les résultats en partant de solutions salines diverses et d'électrodes simples comme des mines de crayon, des fils de cuivre ou d'acier, des feuilles d'aluminium etc.

Outre les électrolyses classiques qui conduisent à séparer l'eau en ses deux constituants (hydrogène et oxygène) ou à obtenir du chlore au départ d'eau salée, voici quelques autres électrolyses très démonstratives et pourtant très simples à réaliser...

- On prend une solution aqueuse de KI et on y place des électrodes en cuivre. D'un côté se dégage de l'hydrogène tandis que de l'iode colore rapidement l'autre côté. Si l'expérience est effectuée dans un tube en U, on peut ajouter à la solution de départ une goutte de phénolphtaléine et obtenir, ainsi, des colorations différentes dans chacune des deux branches.

- Dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre, sitôt le courant branché sur des électrodes en cuivre, ou mieux, en carbone, on observe la formation rapide de gros dépôts qui paraissent noirs à première vue mais qui, récoltés, sont de couleur rouge. Plongés dans de l'acide nitrique légèrement dilué, ces dépôts colorent le liquide en bleu et sont donc bel et bien du cuivre électrolytique pur. Quant à la solution électrolytique , elle s'acidifie par formation de H_2SO_4.

- Dans une solution aqueuse saturée de NaCl que l'on a porté juste en-dessous de son point d'ébullition, on place deux électrodes de cuivre. Le liquide mousse beaucoup et devient rapidement couleur rouge brique. On laisse reposer. Un dépôt se forme, constitué d'oxyde cuivreux Cu_2O insoluble dans l'eau.

- On prend un peu d'une solution de sulfate de nickel et on y ajoute de l'ammoniaque de manière à obtenir une solution bleue assez claire. A l'électrode positive on place une pièce de monnaie démonétisée en nickel presque pur (il en a existé beaucoup qui sont aujourd'hui sans grande valeur). A l'électrode négative on place une lame de cuivre. On ne branche le courant électrique qu'un temps assez court. Le cuivre sera alors recouvert d'une couche de nickel brillante. Si le branchement dure plus longtemps, c'est un dépôt important de nickel qui se forme et qui se détache du cuivre.

Et voici, pour terminer, une variante spectaculaire de la classique électrolyse de l'eau salée...

- On prend une solution de sel de cuisine (NaCl) à laquelle on ajoute deux gouttes de phénolphtaléine. Aussitôt le courant branché, une coloration rouge violette magnifique apparaît d'un seul côté de cette solution incolore au départ. Elle est due à la formation de sodium qui, au contact de l'eau, se transforme aussitôt en hydroxyde de sodium, base qui fait se colorer ainsi l'indicateur de PH. On peut bien entendu réaliser cette expérience avec d'autres indicateurs comme par exemple le bleu de bromothymol qui colorera en jaune orangé la solution de départ et laissera échapper un panache d'un beau bleu à une des électrodes sitôt que le courant commencera à passer. Ces expérience sont évidemment plus spectaculaire si elle sont présentée à l'aide d'un grand tube en U.

FIN DU PRESENT COMPLEMENT

TABLE DES MATIERES

PAGE BLANCHE